

EXAMEN DE MATURITA BLANCHE
DES SECTIONS BILINGUES
FRANCO-SLOVAQUES ET FRANCO-TSCHEQUES

Année scolaire 2005 - 2006

EPREUVE DE CHIMIE

Durée 3h

Le sujet est constitué de cinq exercices indépendants. Les candidats peuvent donc les résoudre dans l'ordre qui leur convient, en rappelant le numéro de l'exercice et des questions qui s'y rapportent.

PLAN DU SUJET :

1. Questions de cours.....	ACIDE FORT ET ACIDE FAIBLE
2. Document.....	LE PARADOXE DE L'EUTROPHISATION
3. Problème.....	ALCOOLS ET DERIVES
4. Exercice à caractère expérimental	CINETIQUE DE REACTION
5. Questionnaire à choix multiples	QUESTIONS SUR L'ENSEMBLE DU PROGRAMME

LE BAREME DES EXERCICES EST LE SUIVANT :

1. Questions de cours.....	20 POINTS
2. Document.....	10 POINTS
3. Problème.....	25 POINTS
4. Exercice à caractère expérimental	25 POINTS
5. Questionnaire à choix multiples	20 POINTS

Si au cours de l'épreuve un candidat repère ce qui lui semble une erreur d'énoncé, il le signale dans sa copie et poursuit sa composition en indiquant les raisons des initiatives qu'il est amené à prendre pour cela.

Les correcteurs tiendront compte des qualités de soin, de rédaction et de présentation.

Aucun document, formulaire ni table de valeurs n'est autorisé.

L'utilisation des calculatrices est autorisée dans les conditions prévues par la réglementation.

Du papier millimétré est distribué aux candidats

La feuille de réponse du questionnaire à choix multiples est à rendre avec la copie.

Chaque page de la copie sera numérotée en bas et au centre « page x/n », n étant le nombre total de pages

QUESTIONS DE COURS :**ACIDE FORT ET ACIDE FAIBLE**

- 1-a) Donner la définition d'un acide et d'une base selon Brönsted.
- 1-b) Quelle est la différence entre un acide faible et un acide fort.
- 1-c) Donner l'équation d'autoprotolyse de l'eau. Quelle est sa constante de réaction ?
- 1-d) A quoi correspond la réaction inverse de l'autoprotolyse de l'eau ? Que peut on dire, cette fois, de la constante de réaction ?
- 2-a) Faire un schéma annoté du montage nécessaire pour faire une étude pH-métrique du dosage d'un acide par une base.
- 2-b) Dessiner l'allure des courbes d'évolution du pH en fonction du volume de base versé pour le dosage d'un acide fort par une base forte et le dosage d'un acide faible par une base forte.
- 2-c) Quelle est la différence principale entre les allures de ces deux courbes ? Expliquer cette différence.
- 2-d) En utilisant l'acide chlorhydrique, l'hydroxyde de sodium et l'acide éthanóique, donner les équations des réactions de dosage entre un acide fort et une base forte et entre un acide faible et une base forte.
- 2-e) Comparer les pH à l'équivalence de ces deux courbes. Expliquer la valeur (ou le domaine de valeurs) de ces deux pH.
- 2-f) Parmi les indicateurs colorés rassemblés dans le tableau suivant, indiquer, en le justifiant celui qui convient le mieux à chacun des deux dosages.
A quel type de dosage peut servir l'indicateur qui ne convient pas aux deux dosages précédents? Pour ces trois cas, indiquer le changement de couleur observé à l'équivalence.
- 2-g) Pour le dosage acide faible- base forte, que peut on dire du pH à la demi-équivalence ? Expliquer, en le justifiant soigneusement, ce résultat à l'aide la formule :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

Données :

Indicateur	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique
hélianthine	rouge	3,1-4,4	jaune
bleu de bromothymol	jaune	6,0-7,6	bleu
phénolphtaléine	incolore	8,2-10,0	rouge violacé

EXPLOITATION DE DOCUMENT

LE PARADOXE DE L'EUTROPHISATION

Les lacs, les étangs, les mares se trouvent parfois abondamment colonisés par la végétation aquatique (lentilles d'eau, cyanobactéries, nénuphars, algues vertes filamenteuses...).

Paradoxalement, cette prolifération végétale pourtant productrice d'oxygène présente bien des inconvénients.

La prolifération végétale dans l'eau nécessite des quantités suffisantes de lumière, d'éléments nutritifs (azote, phosphore et potassium) et de dioxyde de carbone.

Il y a donc consommation de CO_2 , mais la production d' O_2 , elle, s'échappe, en partie, dans l'air.

La pollution par les nitrates et les phosphates est néfaste parce qu'elle provoque cette suralimentation du plan d'eau appelée **eutrophisation**.

L'eutrophisation débute donc par une prolifération anormale (excessive) de certaines algues et se termine par l'asphyxie et la destruction de l'ensemble de l'écosystème.

Quel est le rôle du soleil dans ce processus ?

Quand l'intensité lumineuse augmente, la photosynthèse augmente. Donc les végétaux grandissent plus vite - si toute fois la quantité de dioxyde de carbone et la quantité de minéraux présents dans l'eau sont suffisants.

Quand la chaleur augmente, l'ensemble des réactions chimiques du vivant augmentent aussi. Les micro-organismes s'activent, consommant allègrement de l'oxygène...

Et quel est le rôle de la pollution urbaine ?

La ville est essentiellement constituée de citadins (!!) ... qui lavent leur linge. Les lessives qui sont (étaient ?) riches en phosphates (PO_4^{3-}) en augmentent la teneur dans les rivières.

Or, le phosphore est un des éléments minéraux essentiels à la croissance des végétaux verts.

La ville, de part ses effluents, est une des raisons essentielles de la croissance végétale en milieu aquatique.

L'agriculture est elle aussi responsable de l'eutrophisation des milieux naturels ?

L'agriculteur doit nourrir ses plantes. Sauf s'il est agriculteur biologique, il met dans ses sols des composés azotés comme nitrates, des composés phosphatés et des ions potassium. C'est la trilogie NPK.

Malheureusement quand il pleut abondamment après une période sèche (qui souvent fait mourir la végétation herbacée) dans une zone agricole déboisée (donc dépourvue de racines profondes), les nitrates répandus descendent en profondeur... jusqu'à la nappe phréatique, jusqu'à la rivière...

Questions :

1. Exprimer le principal paradoxe observé dans un écosystème aquatique eutrophisé.
2. Expliquer ce que c'est l'asphyxie d'une plante ou d'un animal aquatique.
3. Proposer des mesures à prendre afin de limiter l'eutrophisation des milieux naturels.
4. Distinguer le double rôle du soleil dans le processus d'eutrophisation.
5. Nommer trois facteurs principaux qui permettent aux plantes aquatiques de se développer
6. Expliquer le terme « trilogie NPK »

PROBLEME DE CHIMIE ORGANIQUE

ALCOOLS ET DERIVES

La quatrième question peut être traitée sans avoir répondu ni à la seconde ni à la troisième.

- 1/ Un alcool saturé non cyclique dénommé A a pour composition centésimale massique 68,2% de carbone et 13,6% d'hydrogène. Déterminer sa formule brute.
- 2/ L'oxydation du composé A par le permanganate de potassium en excès produit les composés B et C.
C donne une teinte rose au papier pH. B, chauffé avec de la liqueur de Fehling, fait apparaître un précipité rouge, et par ailleurs précipite la 2,4-DNPH.
- a- Qu'en conclure sur la nature des produits A, B, et C ?
 - b- Donner les différentes formules semi-développées possibles de A.
- 3/ Pour préciser la nature du composé A, on réalise l'addition d'une molécule d'eau sur un alcène D. Cette réaction donne un produit majoritaire E et également le composé A minoritaire.
- a- Sachant qu'un atome de carbone de D porte trois liaisons simples carbone-carbone, donner les noms et les formules des composés A, B, C, D et E.
 - b- Ecrire l'équation de la réaction d'addition sur D produisant E.
- 4/ Dans un montage à reflux, on chauffe un mélange équimolaire de A et d'acide éthanoïque. Dans le ballon, on a introduit 3,3 mL d'alcool A de densité 0,8. Après avoir stoppé la réaction, on dose l'acide éthanoïque restant dans le ballon par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est atteinte pour un volume de base ajouté $V_b = 150 \text{ mL}$.
- a- Ecrire l'équation de la réaction ayant eu lieu entre A et l'acide éthanoïque.
 - b- Calculer le rendement de cette réaction.
 - c- Quelle est la masse du produit formé?
 - d- La réaction a-t-elle atteint la limite communément admise pour une telle réaction?

Données : masses molaires en g.mol^{-1} : C : 12; O : 16; H : 1

EXERCICE A CARACTERE EXPERIMENTAL**CINÉTIQUE DE RÉACTION**

On étudie l'action d'une solution de peroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ sur une solution aqueuse d'iodure de potassium KI.

1- Le potentiel standard d'oxydo-réduction du couple $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ est égal 2,01 V, et celui du couple I_2/I^- est égal à 0,54V

- 1-a)** Quelle espèce est oxydée ? Par quel oxydant ? Quel élément est oxydé ? Quel élément est réduit ?
1-b) Ecrire les demi-équations électroniques de la réaction d'oxydo-réduction qui se produit et montrer que l'équation peut s'écrire : $S_2O_8^{2-} + 2 I^- \rightarrow 2 SO_4^{2-} + I_2$.

On dispose d'un premier bécher contenant $V_1 = 500$ mL de solution de peroxodisulfate de potassium de concentration $C_1 = 0,015$ mol.L⁻¹ et d'un deuxième bécher contenant $V_2 = 500$ mL de solution d'iodure de potassium de concentration $C_1 = 0,03$ mol.L⁻¹.

A l'instant $t = 0$, on mélange les deux béchers et on déclenche le chronomètre. Durant toute l'expérience, le mélange est maintenu à température constante. Il apparaît alors progressivement une coloration jaune.

Par une méthode appropriée (qui est expliquée dans la question 5), on mesure, à différents instants, les concentrations en diiode. On obtient les mesures rassemblées dans le tableau suivant :

t (min)	2	5	10	20	30	40	50	60
[I ₂] (mmol.L ⁻¹)	0,5	1,5	2,4	3,5	4,3	5,0	5,5	5,9

- 2-a)** Pourquoi le mélange est-il maintenu à température constante, durant toute l'expérience ?
2-b) Quelle est la concentration du diiode à l'instant $t = 0$.
2-c) A quoi est due la coloration jaune ?
2-d) Tracer le graphique représentant la concentration en diiode [I₂] en fonction du temps t.
- 3-a)** Définir la vitesse de formation du diiode à un instant quelconque. Comment peut-on la calculer ?
3-b) Déterminer cette vitesse à l'instant $t = 5$ min.
3-c) Calculer les vitesses moyennes entre 0 et 10 minutes et entre 0 et 40 minutes. Comparer ces deux vitesses. Expliquer la différence entre ces deux vitesses.
- 4-a)** D'après les quantités de matière initiales des réactifs, que peut-on dire du mélange ?
4-b) Déterminer la concentration du diiode au bout d'un temps infini. Est-ce que la réaction est terminée après 60 min ? Justifier.
4-c) Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction. Justifier la méthode.

5- Pour mesurer la concentration de diiode, on procède de la façon suivante :

On prélève à la pipette un volume $V = 10$ mL du mélange réactionnel et, à l'instant t, on l'introduit dans un bécher d'eau glacée additionnée d'empois d'amidon (l'empois d'amidon est bleu en présence de diiode et incolore en présence de I⁻).

Pour déterminer la concentration de diiode, on la dose par une solution contenant des ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$, de concentration $C' = 5,0 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹.

La réaction de dosage est : $2 S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2 I^-$

- 5-a)** Pourquoi introduit-on le prélèvement dans l'eau glacée ? Comment s'appelle cette opération ? Quels facteurs cinétiques sont modifiés par cette opération ?
5-b) Soit V' le volume, de la solution de thiosulfate versé à l'équivalence. Montrer qu'à l'instant t, la concentration en diiode est donnée par $[I_2] = (C' \times V') / 2V$
5-c) En déduire le volume V' de la solution de thiosulfate pour avoir l'équivalence lors du prélèvement de l'instant $t = 20$ min.

QUESTIONNAIRE A CHOIX MULTIPLES

Le candidat répond sur la feuille annexe intitulée : REPONSES AU QCM (dernière page)

LA FEUILLE ANNEXE „REPONSES AU QCM“ SERA REMISE AVEC LA COPIE

Aucune justification n'est demandée.

Il n'y a qu'une seule bonne réponse par question.

1. Le nombre de doublets électroniques dans la couche de valence de CH_3COOH est :
 - A) 8
 - B) 9
 - C) 12
 - D) 10
 - E) 11

2. Indiquer la seule réponse incorrecte concernant les alcanes :
 - A) sont bien solubles dans l'eau
 - B) leur formule brute est $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
 - C) il n'y a que des liaisons simples dans leurs molécules
 - D) ne participent pas aux réactions d'addition
 - E) l'alcane le plus simple est le méthane

3. Le seul corps simple qui n'est pas gazeux à la température de laboratoire est :
 - A) N_2
 - B) O_2
 - C) H_2
 - D) Cl_2
 - E) I_2

4. La limite d'estérification pour un mélange initial équimolaire d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire est $2/3$ ($\approx 67\%$). A partir de cette valeur on peut calculer la constante d'équilibre **K** caractérisant cette réaction réversible. La valeur correcte de **K** est
 - A) $2/3$
 - B) 10^{-4}
 - C) $1/4$
 - D) 4
 - E) $3/2$

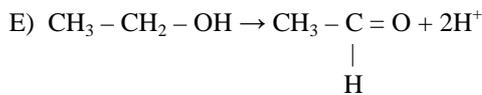
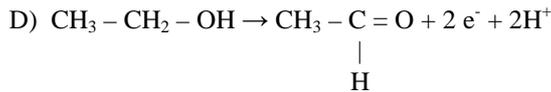
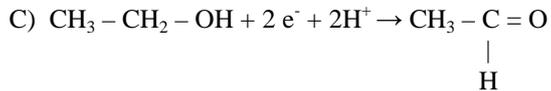
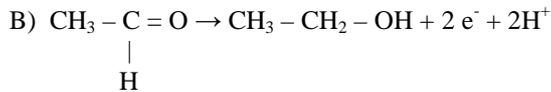
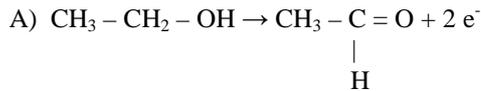
5. Parmi les molécules suivantes choisir celle dont la structure de Lewis, afin d'être correcte, doit comporter au moins une charge formelle
 - A) méthanal HCHO
 - B) dioxyde de carbone CO_2
 - C) ammoniac NH_3
 - D) ozone O_3
 - E) eau H_2O

6. On veut réaliser la pile formée par association des demi-piles standard suivants :

$$\text{Ag}^+ / \text{Ag}, E^0 = +0,8 \text{ V} \quad \text{et} \quad \text{Zn}^{2+} / \text{Zn}, E^0 = -0,76 \text{ V} ?$$
 Quel sera le schéma conventionnel de cette pile ?
 - A) $-\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} \parallel \text{Ag}^+ / \text{Ag} +$
 - B) $-\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ / \text{Ag} +$
 - C) $+\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} \parallel \text{Ag}^+ / \text{Ag} -$
 - D) $+\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Ag} / \text{Ag}^+ -$
 - E) $-\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} \parallel \text{Ag}^+ / \text{Ag} +$

7. Le pH d'une solution aqueuse est 3 à 25°C. La concentration des ions HO⁻ dans cette solution est :
- A) 10⁻³ mol.L⁻¹
 - B) 10⁻⁷ mol.L⁻¹
 - C) 10⁻¹¹ mol.L⁻¹
 - D) 10⁻⁷ mol
 - E) 10⁻¹¹
8. La seule base indifférente (infiniment faible) est :
- A) NO₃⁻
 - B) HSO₄⁻
 - C) HCOO⁻
 - D) NH₃
 - E) C₂H₅O⁻
9. Lequel de ces composés n'est pas formé de molécules planes?
- A) l'éthylène
 - B) le benzène
 - C) l'acétylène
 - D) le méthanal
 - E) le cyclohexane
10. Le seul composé qui présente l'isomérisation Z et E est :
- A) l'éthène
 - B) le propène
 - C) le but-1-ène
 - D) le but-2-ène
 - E) le 2-méthylpent-2-ène
11. La formule brute d'un aldéhyde qui contient une double liaison C=C dans sa chaîne carbonée linéaire est :
- A) C_nH_{2n-2}O
 - B) C_nH_{2n}O
 - C) C_nH_{2n+2}O
 - D) C_nH_{2n}O₂
 - E) C_nH_{2n-2}O₂
12. On dispose d'une solution de monoacide faible dont le pH est 3,2. On dilue dix fois cette solution et on mesure de nouveau son pH. La seule valeur possible de la solution après la dilution est :
- A) 2,2
 - B) 2,7
 - C) 3,7
 - D) 4,2
 - E) 13,2
13. Trouver deux composés qui ne sont pas isomères :
- A) propan-1-ol et propanal
 - B) pentane et 2-méthylbutane
 - C) butanal et butanone
 - D) acide butanoïque et éthanoate d'éthyle
 - E) but-1-ène et but-2-ène
14. Le nombre d'oxydation de l'élément soufre dans le composé Fe₂(SO₄)₃ est
- A) - II
 - B) + II
 - C) + III
 - D) + IV
 - E) + VI

15. Choisir parmi les demi-équations redox proposées ci-dessous celle qui correspond à l'oxydation de l'éthanol.



16. Le pont salin d'une pile Daniell peut contenir une solution:

- A) d'hydroxyde de potassium
- B) de nitrate de potassium
- C) d'hydroxyde de sodium
- D) d'alcool très concentré
- E) d'eau distillée

17. La quantité d'électricité débitée par une pile s'exprime:

- A) en Farad
- B) en Ampère×heure
- C) en Volt
- D) en Ampère
- E) en Ohm

18. L'énergie d'une liaison C—C :

- A) est l'énergie à fournir pour lier deux atomes de carbones
- B) est négative
- C) est inférieure à l'énergie d'une liaison C=C.
- D) est l'énergie libérée lors de la séparation de deux atomes de carbones.
- E) dépend de la concentration des molécules contenant la liaison

19. Les aldéhydes :

- A) ont une formule générale R_1COR_2
- B) ont des propriétés réductrices
- C) ont des propriétés acides
- D) peuvent être obtenus par l'oxydation complète des alcools primaires
- E) réagissent avec la liqueur de Fehling pour faire apparaître un miroir d'argent

20. Le nom de la molécule de formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CHO}$ est:

- A) 3-méthylbutan-5-one
- B) 3-méthylbutanal
- C) 2-méthylbutan-1-one
- D) 2-méthylbutan-1-ol
- E) 2-méthylbutanal

ANNEXE : REPONSES AU QCM**CETTE FEUILLE EST A RENDRE AVEC LA COPIE**

Le candidat répond sur cette feuille annexe en faisant une croix dans la case correspondant à la bonne réponse. En cas d'erreur le candidat noirci la case et marque la bonne réponse d'une croix. Si la bonne case a été noircie par erreur, le candidat entoure cette case d'un cercle.

Aucune justification n'est demandée.

Il n'y a qu'une seule bonne réponse par question.

Exemple de question:

0. Lavoisier était :

A) un chimiste B) un joueur de jazz C) un écrivain D) un homme politique E) un peintre

Exemples de réponses valables pour la réponse juste A :

	A	B	C	D	E
0.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
0.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
0.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

GRILLE DE REPONSE :

	A	B	C	D	E
1.	<input type="checkbox"/>				
2.	<input type="checkbox"/>				
3.	<input type="checkbox"/>				
4.	<input type="checkbox"/>				
5.	<input type="checkbox"/>				
6.	<input type="checkbox"/>				
7.	<input type="checkbox"/>				
8.	<input type="checkbox"/>				
9.	<input type="checkbox"/>				
10.	<input type="checkbox"/>				
11.	<input type="checkbox"/>				
12.	<input type="checkbox"/>				
13.	<input type="checkbox"/>				
14.	<input type="checkbox"/>				
15.	<input type="checkbox"/>				
16.	<input type="checkbox"/>				
17.	<input type="checkbox"/>				
18.	<input type="checkbox"/>				
19.	<input type="checkbox"/>				
20.	<input type="checkbox"/>				